

# Liaisons chimiques

→ Une liaison chimique est la **mise en commun de deux électrons entre deux atomes**. Ces deux atomes sont situés à une certaine distance l'un de l'autre appelée **distance d'équilibre**.

## I - Le modèle de Lewis d'un atome

→ il va nous permettre une description spatiale de la formation des molécules (donc de leur forme).

→ Ici on prendra uniquement en compte les **électrons de valence** ( $\neq$  de ceux de cœurs).

### 1) Lien avec le diagramme de Klechkowski

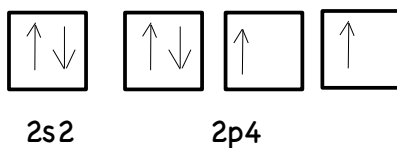
□ **Valence** = nombre de liaisons que peut engendrer un atome = nombre d'électrons célibataires.

□ **Couche de valence** = couche ayant le n le plus élevé dans la configuration électronique

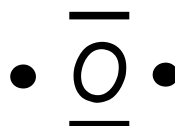
□ **Electrons de valence** = électrons appartenant à la couche de valence

*Application avec l'oxygène :*

□ *Klechkowski avec donc  $Z=8$  soit  $1s^2 2s^2 2p^4$*



On a donc deux  $e^-$  célibataires et deux doublets non-liant, on va pouvoir les représenter de cette façon :



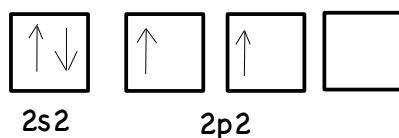
## 2) Notion d'hypervalence

→ on va parler d'hypervalence lorsque l'atome va casser un doublet non-liant (donc constitué de  $2e^-$ ) afin de former 2 liaisons avec un (ou plusieurs) atome(s).

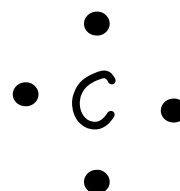
□ On parlera de **valence primaire** lorsque l'on casse une liaison et de **valence secondaire** lorsque l'on en casse 2 !

*Application avec le carbone :*

□  $Z=6$  soit  $1s^2 2s^2 2p^2$



*En passant en valence secondaire on va passer à :*



Pour le prof on parle d'hypervalence aussi bien pour la valence primaire que pour la valence secondaire.

Pour réaliser l'hypervalence, il faut respecter certaines conditions :

- posséder au minimum un **doublet non-liant**
- avoir une **case quantique vide** (c'est toujours possible)
- que cette case quantique possède le **même nombre quantique principal (n)** que les cases qui la précède.

### 3) Exceptions

Il y a donc 3 cas pour lesquels on ne pourra pas passer en valence secondaire :

□ Dans le cas où l'atome ne possède **pas de dnl**

*ex : l'hydrogène (H)*

□ Dans le cas où l'atome est **stable naturellement** et ne possède pas d'intérêt à casser ses dnl

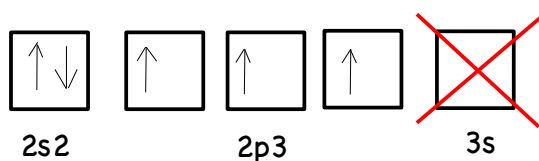
*ex : les gaz rares*

□ Dans le cas où il n'existe **pas de case quantique libre possédant le même n**

*ex : l'azote , le néon et le fluor*

*Application avec l'azote:*

□  $Z=7$  soit  $1s^2 2s^2 2p^3$



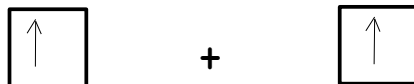
*Ici les orbitales 2p ne sont pas libres et étant donné qu'il n'existe pas de case « 2d », la valence secondaire est impossible !*

## II – Le modèle de Lewis pour les molécules

### 1) La liaison covalente

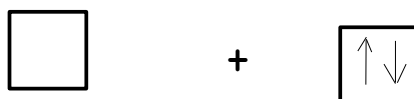
□ C'est la liaison chimique formée par la mise en commun de 2 e<sup>-</sup> célibataires entre deux atomes.

□ Les doublets non-liants n'entrent pas en jeu dans la liaison covalente. Ils restent localisés sur leur atome d'origine.



### 2) La liaison par coordinence

□ c'est la liaison chimique formée par la mise en commun d'un doublet non liant et d'une case quantique vide.



### 3) La liaison ionique

→ dû à une différence d'électronégativité (voir chimie orga), elle a lieu entre deux ions de charges opposées

# III – Structure tridimensionnelle des molécules

## 1) Théorie VSEPR

→ C'est un modèle qui permet de prédire la structure tridimensionnelle d'une structure moléculaire quelconque.

→ Elle est particulièrement adaptée aux atomes des 3 premières lignes du tableau périodique.

→ Le type VSEPR de l'atome central se note **AX<sub>n</sub>Em**.

*Avec : A pour l'atome central*

*n le nombre d'atomes liés à A ( $1 \leq n \leq 6$ )*

*m le nombre de dnl portés par A*

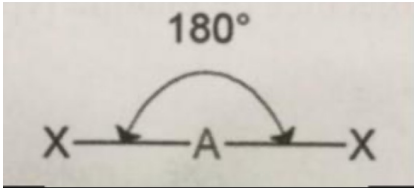
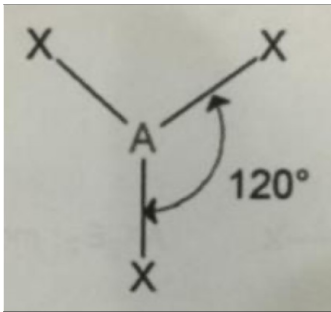
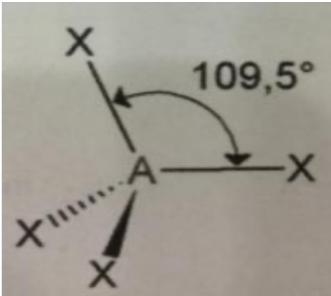
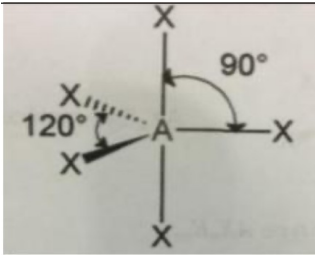
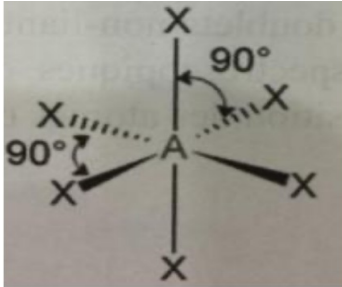


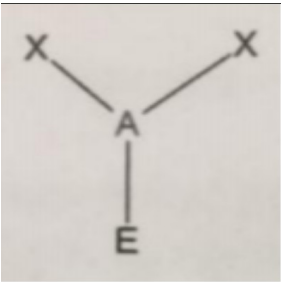
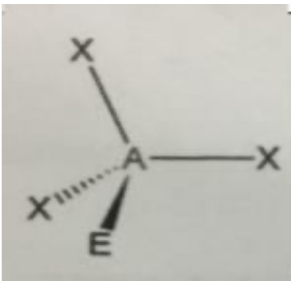
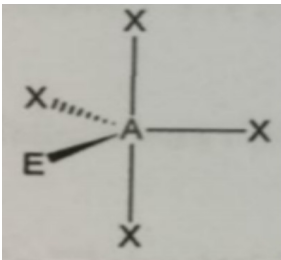
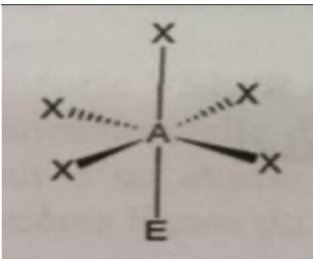
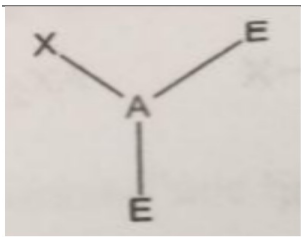
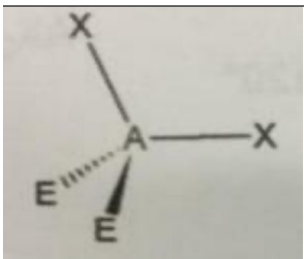
Attention : quand on détermine n, une double liaison (ou une triple liaison) comptera comme 1.

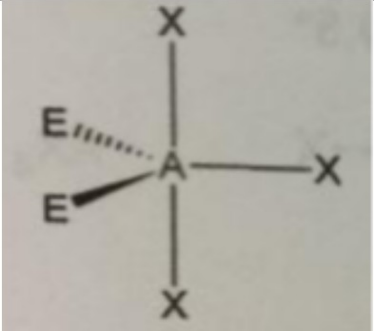
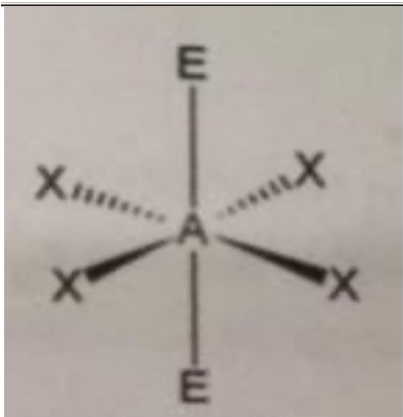
*Petit tableau que vous connaîtrez pas cœur pour les 3 premières lignes à force et qui se retrouve grâce au diagramme de Klechkowski + la réalisation des cases quantiques :*

H ·							He
Li ·	Be ·	B ·	·C ·	·N ·	·O ·	·F ·	·Ne
Na ·	Mg ·	Al ·	·Si ·	·P ·	·S ·	·Cl ·	·Ar
K ·	Ca ·	Ga ·	·Ge ·	·As ·	·Se ·	·Br ·	·Kr
Rb ·	Sr ·	In ·	·Sn ·	·Sb ·	·Te ·	·I ·	·Xe
Cs ·	Ba ·	Tl ·	·Pb ·	·Bi ·	·Po ·	·At ·	·Rn
Fr ·	Ra ·						

2) Structures de type  $AX_n$  (à connaître +++)

Représentation spatiale	Type VSEPR	Type VSEPR
	$AX_2$	Linéaire
	$AX_3$	Trigonale
	$AX_4$	Tétraédrique
	$AX_5$	Bipyramide à base triangulaire
	$AX_6$	Bipyramide à base carrée

	$AX_2E$	Coudée
	$AX_3E$	Pyramide à base triangulaire
	$AX_4E$	À bascule
	$AX_5E$	Pyramide à base carrée
	$AXE_2$	Linéaire
	$AX_2E_2$	Coudée

	$AX_3E_2$	En T
	$AX_4E_2$	Carrée

Les molécules **planes** sont les molécules dont l'atome central est de type VSEPR :

- ☐  $AX_2$  (linéaire)
- ☐  $AX_3$  (trigonale plan)
- ☐  $AXE_2$  (linéaire)
- ☐  $AX_2E$  (coudée)